

### Enlace químico y enlace de las moléculas

1 a 3 electrones	Pierden electrones
5 a 7 electrones	Reciben electrones
4 electrones	pueden ganar o perder electrones
8	Excepto el He los gases nobles no pierden ni ganan

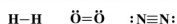
### Estructura Lewis

#### Regla del octeto:

Los átomos se unen compartiendo electrones hasta conseguir completar la última capa con 8 e- (4 pares de e-) es decir conseguir la configuración de gas noble:  $s^2p^6$

#### Tipos de pares de electrones:

- Pares de e- compartidos entre dos átomos (representado con una línea entre los átomos, unidos)
  - enlaces sencillos
  - enlaces dobles
  - enlaces triples
- Pares de e- no compartidos (6 par solitario)



#### Estructuras de Lewis

TABLE 8.1 Electron-Dot Symbols

Ele.	Configu- ment rati- on	Electron- Dot Symbol
Li	[He]2s <sup>1</sup>	Li•
Be	[He]2s <sup>2</sup>	•Be•
B	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	•B•
C	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	•C•
N	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	•N•
O	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	•O•
F	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	•F•
Ne	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	•Ne•

### Estructura Lewis

#### ¿Cómo se dibujan las estructuras de Lewis?

#### Estructuras de Lewis

- n° de electrones necesarios para que todos los elementos adopten estructura de gas noble.
- n° de electrones disponibles (suma de los e- de valencia de los átomos presentes en la molécula)  
Para un anión se le añade un e- más por cada carga negativa y para un catión se restan tantos electrones como cargas positivas.
- n° electrones compartidos: los necesarios menos los disponibles ( $/2 = n^\circ$  enlaces)
- n° electrones no compartidos
- Estructura esquemática con los símbolos de los átomos
- distribuir los e- colocando los enlaces y los pares no compartidos necesarios, de forma que se complete un octeto para cada átomo

### Estructura Lewis

#### ¿Cómo se dibujan las estructuras de Lewis?

#### Estructuras de Lewis

- Estructura esquemática con los símbolos de los átomos: (en los oxoácidos o sus inones)
  - El átomo central en el centro... (el menos electronegativo)
  - Los oxígenos unidos directamente al átomo central (rodeándolo)
  - Los hidrógenos siempre unidos a los oxígenos

#### Átomos de oxígeno. Algunas normas:

- Si dan un solo enlace sencillo debe ser dativo
- Si están unidos a un hidrógeno siempre darán dos enlaces sencillos (uno al H y otro al átomo central)
- Si dan un doble enlace les quedarán dos pares no compartidos

Ejemplo en YouTube

### Enlace Iónico

Enlace iónico polar o electrovalente.	Los metales	No metales
Transferencia de electrones	bajo nivel de ionización	Alta afinidad electrónica
Se generan cargas eléctricas por la pérdida de electrones.	pierden electrones	Reciben electrones
Lo forman: <b>Grupo IA y IIA</b> con los no metales <b>Grupo VI y VIIA</b>		